



**UNCUYO**  
UNIVERSIDAD  
NACIONAL DE CUYO




**FCEN**

FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES  
Naturaleza – Ciencia – Humanismo

# ESTRUCTURA ATÓMICA

# TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

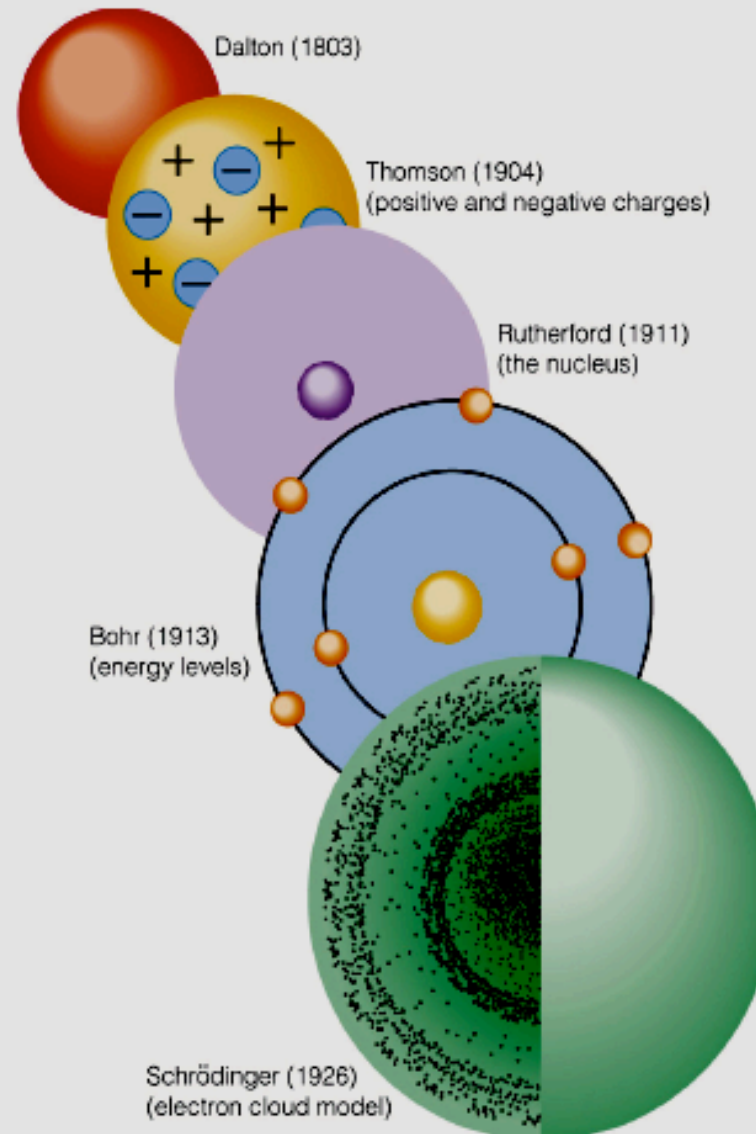
2017



# ¿Porqué estudiar la estructura interna de la materia?

- ▶ ¿Por qué los átomos se combinan en ciertas relaciones y no en otras?
- ▶ ¿Por qué distintos elementos tienen diferentes propiedades?
- ▶ ¿Por qué los elementos de un mismo grupo tienen propiedades similares?
- ▶ ¿Por qué existen líquidos, sólidos, gases, metales, no-metales, etc.?

# EVOLUCIÓN DEL MODELO ATÓMICO



## Teoría atómica de Dalton (1800)



- Los elementos están constituidos por partículas indivisibles llamadas átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento poseen las mismas propiedades, y difieren de las propiedades de los átomos de otros elementos.
- Los átomos no pueden ser creados, destruidos o transformados en átomos de otro elemento.
- Los compuestos se forman cuando átomos de distintos elementos se combinan manteniendo relaciones enteras y pequeñas.

# Naturaleza Eléctrica de la Materia

- ▶ Evolución histórica de los modelos atómicos
- ▶ Relación con los Experimentos

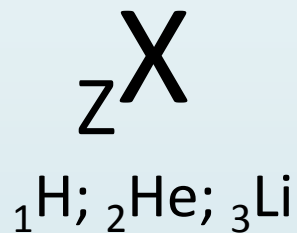
*“La materia macroscópicamente es eléctricamente neutra, pero internamente está constituida por partículas subatómicas con cargas positivas, negativas y neutras”*

# Número atómico

El número de protones del núcleo de un átomo determina su identidad.

Ese número se denomina **NÚMERO ATÓMICO (Z)**.

**Cada elemento difiere del que le precede por una carga positiva más en su núcleo atómico.**



En un átomo neutro cada núcleo contiene un número entero de protones, igual al número de electrones en la corteza.



## El neutrón

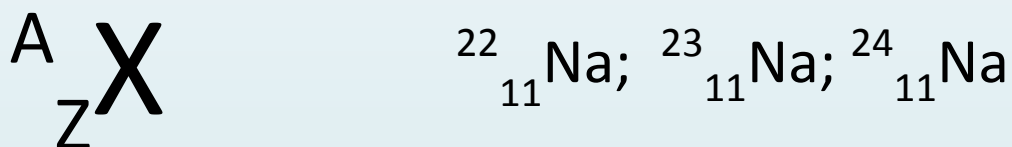
- ▶ James Chadwick (1933)
- ▶ Premio nobel de Física: 1935
- ▶ Demostró la existencia de los neutrones bombardeando elementos (hasta K, elemento 19) con partículas  $\alpha$ .
- ▶ Partículas neutras y con masa un poco mayor que la masa de los protones.

# Número de masa e isótopos

El **número de masa (A)** de un átomo es la suma de protones y neutrones de su núcleo

$${}^A_ZX \quad \begin{array}{l} A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ A = \text{número atómico} + \text{número de neutrones} \end{array}$$

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento pero con masas diferentes. Tienen igual número de protones pero diferente número de neutrones.



**TABLE 2.1** Mass and Charge of Subatomic Particles

Particle	Mass (g)	Charge	
		Coulomb	Charge Unit
Electron*	$9.10939 \times 10^{-28}$	$-1.6022 \times 10^{-19}$	-1
Proton	$1.67262 \times 10^{-24}$	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutron	$1.67493 \times 10^{-24}$	0	0

\*More refined measurements have given us a more accurate value of an electron's mass than Millikan's.



# Radiación Electromagnética

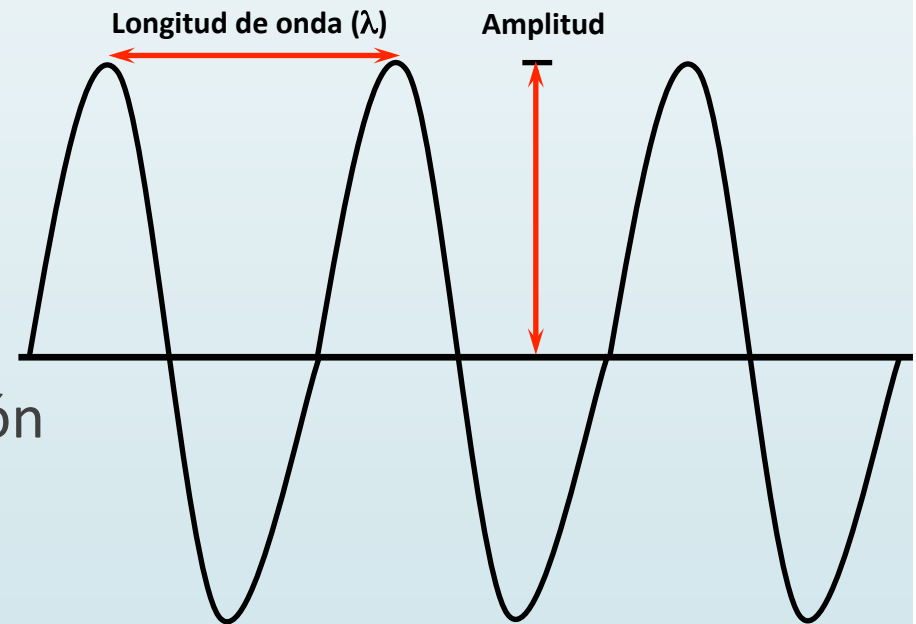
➤ Es una perturbación vibracional por medio de la cual se transmite energía.

- Está compuesta por un campo eléctrico y uno magnético (Maxwell, 1873)

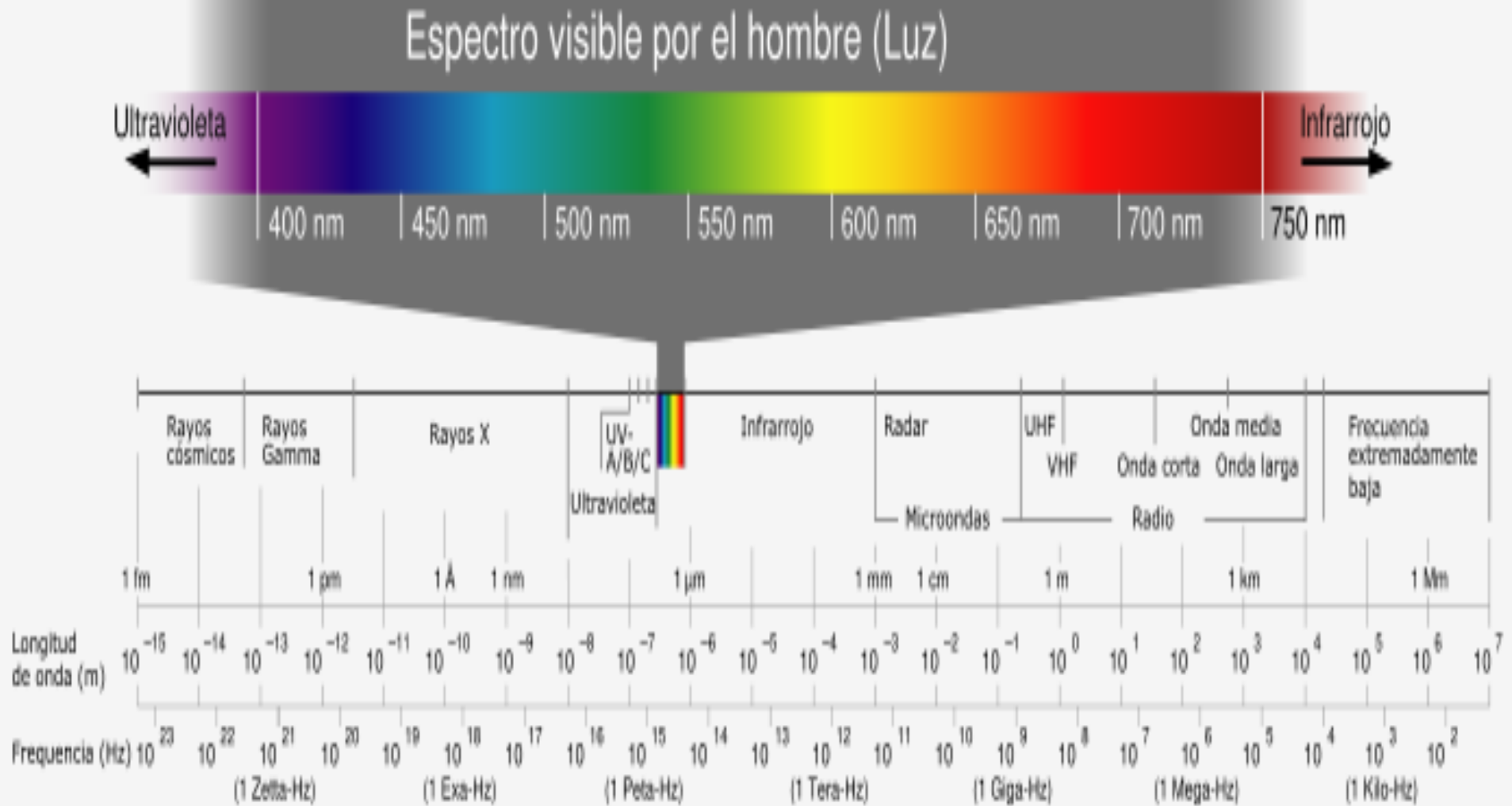
➤ Características de las ondas electromagnéticas:

- Longitud de onda ( $\lambda$ )
- Frecuencia ( $\nu$ )
- Amplitud (A)
- Energía (E)
- Velocidad de propagación (c) velocidad de la luz

$$\lambda \cdot \nu = c$$



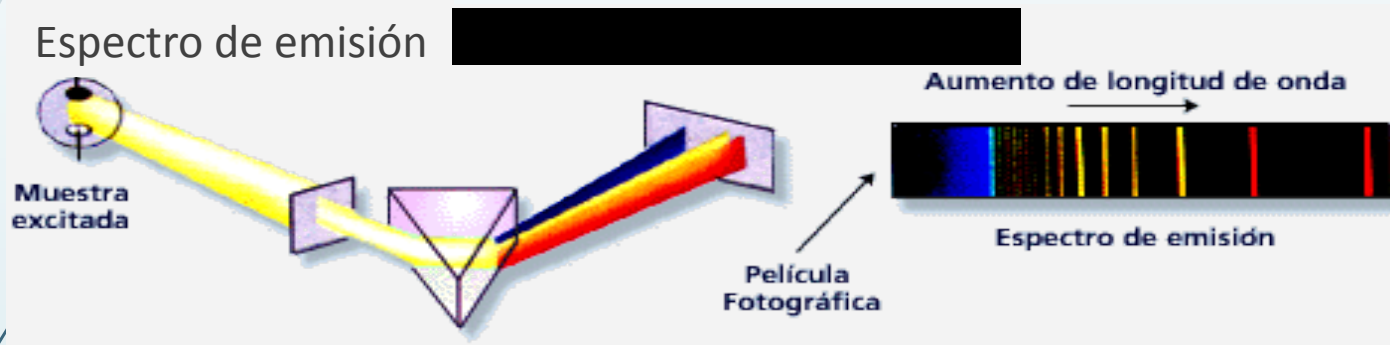
# Espectro electromagnético



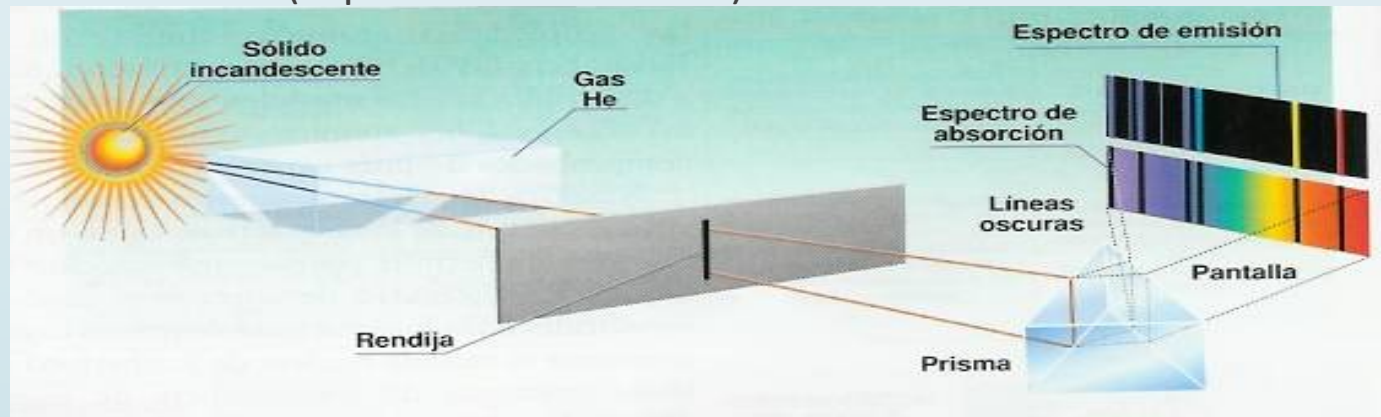
# ESPECTROS ATÓMICOS

- ▶ Cuando a los elementos en estado gaseoso se les suministra energía (descarga eléctrica, calentamiento), emiten radiaciones de determinadas longitudes de onda.
- ▶ Estas radiaciones dispersadas en un prisma de un espectroscopio se ven como una serie de rayas, y el conjunto de las mismas es lo que se conoce como

Espectro de emisión



- ▶ Igualmente, si una luz continua atraviesa una sustancia, ésta absorbe unas determinadas radiaciones que aparecen como rayas negras en el fondo continuo (espectro de absorción).



# Naturaleza Corpuscular

➤ Observación de espectros atómicos

➤ **Cuantización de la energía:**

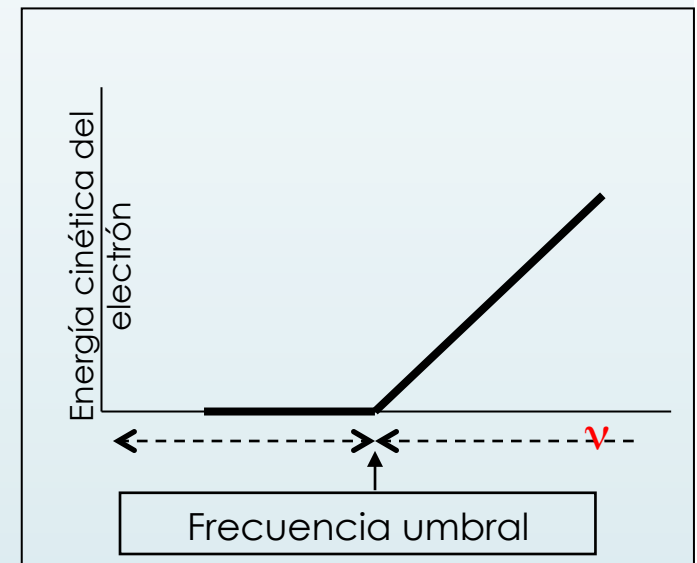
- Planck (1900) planteó la existencia de cuantos discretos de energía para explicar la emisión de radiación de un cuerpo negro.

$$\text{Ecuación de Planck: } E = h \cdot \nu$$

➤ Efecto fotoeléctrico

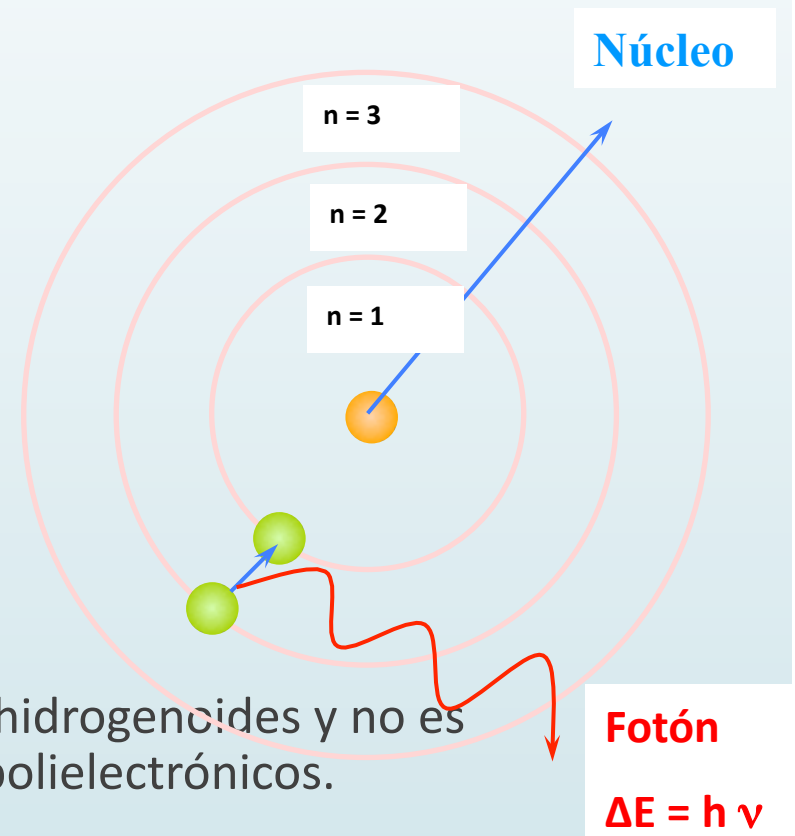
- Einstein (1905) denominó a una cantidad discreta de energía fotón.

- Un electrón puede ser arrancado del metal solo si recibe por lo menos una determinada energía mínima del fotón durante la colisión.
- Siempre que un fotón tenga la energía suficiente, una colisión produce la expulsión inmediata del electrón.
- La energía cinética de los electrones expulsados aumenta linealmente con la frecuencia de la radiación incidente.



# Modelo Atómico de Bohr (1913)

- Similar a un sistema planetario, donde los electrones giran en órbitas alrededor del núcleo
- Postulados de Bohr:
  - Los  $e^-$  se mueven en ciertas órbitas circulares permitidas ( $n = 1, 2, 3\dots$ )
  - Un  $e^-$  puede cambiar su estado absorbiendo o emitiendo un fotón
  - La frecuencia del fotón está dada por el cambio de energía
- Limitaciones del modelo:
  - Sólo explica los espectros de átomos hidrogenoides y no es suficiente para los casos de átomos polielectrónicos.



# Dualidad “Onda-Partícula”

De Broglie (1925):

- Si la luz tiene un comportamiento corpuscular, ¿por qué el electrón no puede tener uno ondulatorio?
- Propuso que todas las partículas debían ser consideradas como provistas de propiedades ondulatorias. Asoció al electrón una longitud de onda, dada por la ecuación:  $\lambda = h/mv$

Donde  $mv = p$  (momento del electrón).

- <http://www.youtube.com/watch?v=fUZZgDOrY30>

# Principio de Incertidumbre

## Heisenberg (1925):

- La ubicación y el momento de una partícula son complementarios, es decir, **no pueden conocerse simultáneamente con certeza la posición y la velocidad de una partícula en movimiento**".



# Mecánica Cuántica u Ondulatoria

## ► Erwin Schrödinger (1925)

- En el átomo (tridimensional)  $\Psi = \Psi(x,y,z) = \Psi(r,\theta,\phi)$
  - Función de onda  $\Psi$  (Psi), donde está el contenido de toda la información del sistema mecánico-cuántico.
  - $\Psi^2$  Describe la probabilidad de encontrar el electrón en un volumen del espacio.
- 
- Interpretación física de la ubicación de los electrones: **orbitales**
  - La ubicación de un electrón en un átomo se describe por una función de onda que define al orbital atómico; los orbitales atómicos se designan por lo números cuánticos y se agrupan en niveles y subniveles.



# Números Cuánticos

## De los orbitales

### ► $n$ = número cuántico principal

- $n = 1, 2, 3, \dots$
- A mayor  $n$ , mayor energía y tamaño del orbital

### ► $l$ = número cuántico azimutal

- $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
- Determina la forma del subnivel orbital
- Hay tantos subniveles como nivel principal

### ► $m_l$ = número cuántico magnético

- $m_l = -l, (-l+1), \dots, 0, \dots, (+l-1), +l$
- Determina la **orientación** en el espacio del orbital
- Hay  $n^2$  orbitales por nivel

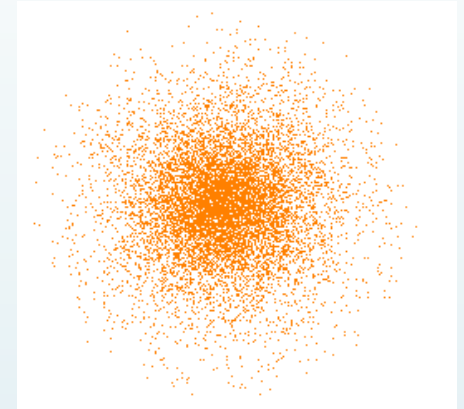
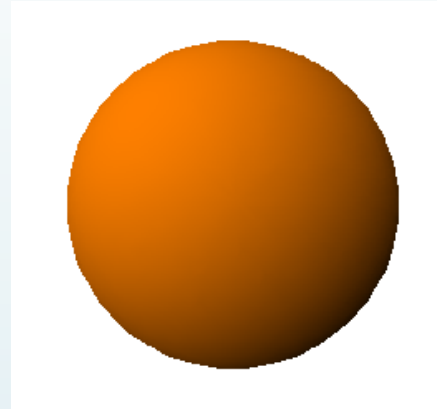
## De los electrones

### ► $m_s$ = número cuántico de spin ( $+\frac{1}{2}$ ; $-\frac{1}{2}$ )

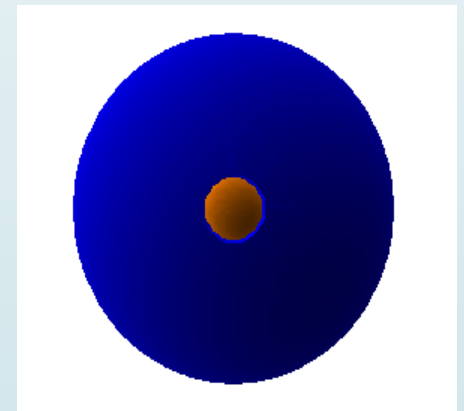
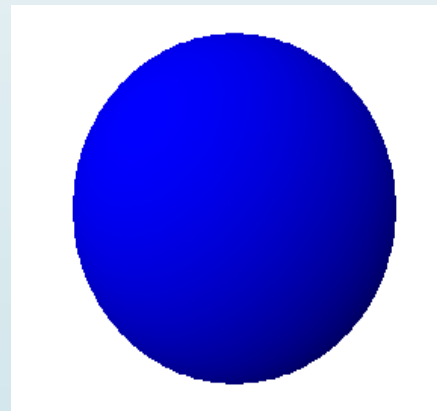
- Permite explicar propiedades magnéticas
- Hay  $2n^2$  electrones por nivel

# Forma y Tamaño de los Orbitales

- $n = 1$
- $l = 0 \rightarrow$  orbital 1s
- Geometría esférica

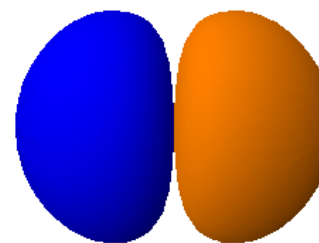
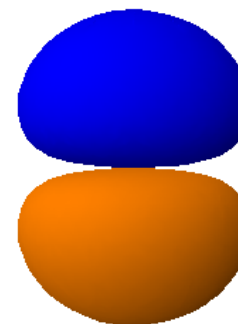
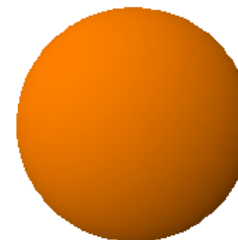


- $n = 2$
- $l = 0 \rightarrow$  orbital 2s
- Geometría esférica

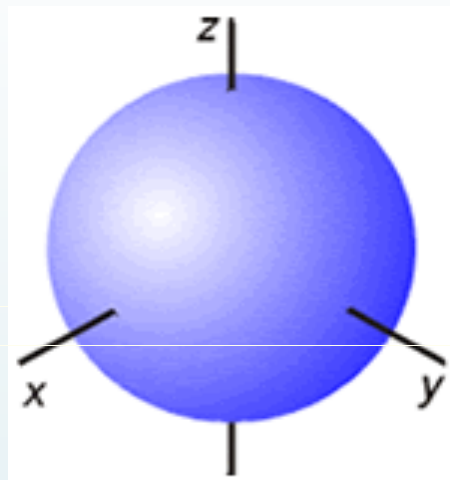


# Forma y Tamaño de los Orbitales

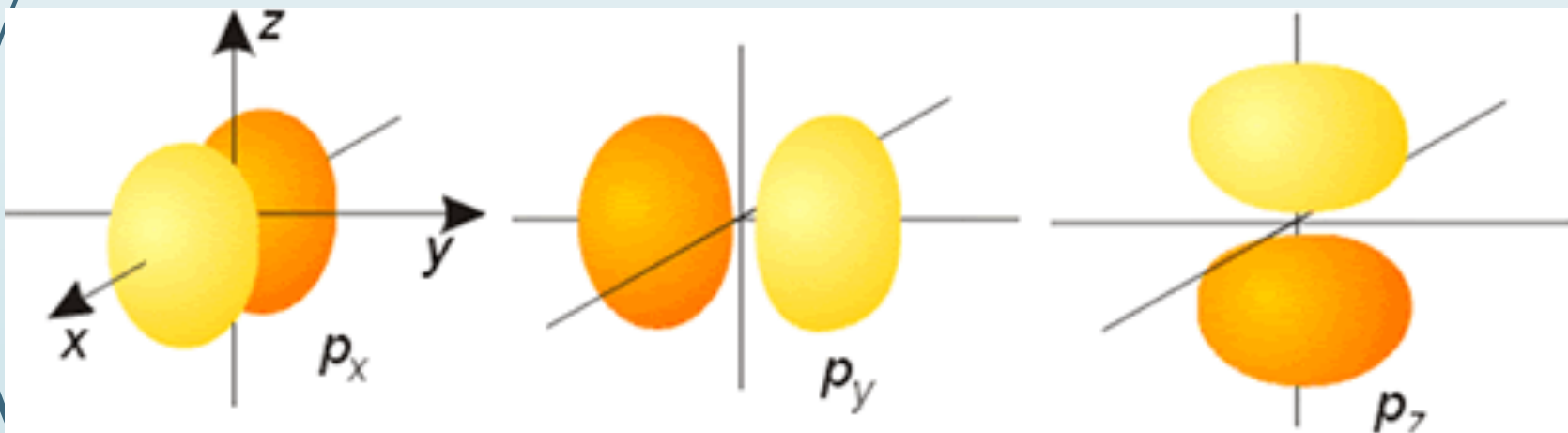
- ▶  $n = 2$
- ▶  $l = 1 \rightarrow$  orbital 2p
- ▶  $m_l = -1, 0, 1$ 
  - La orientación en el espacio depende del valor de  $m_l$ .



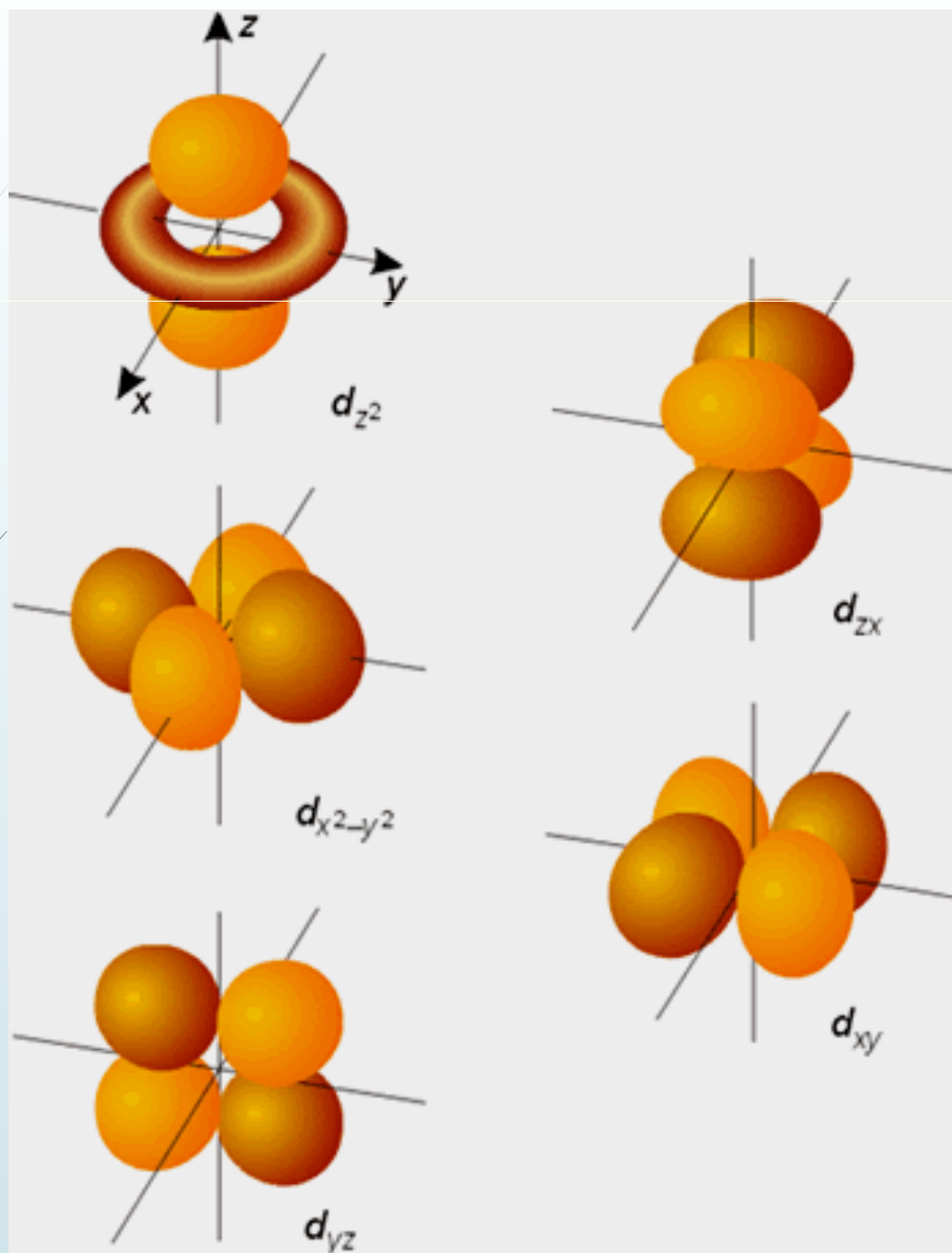
## Orbitales s



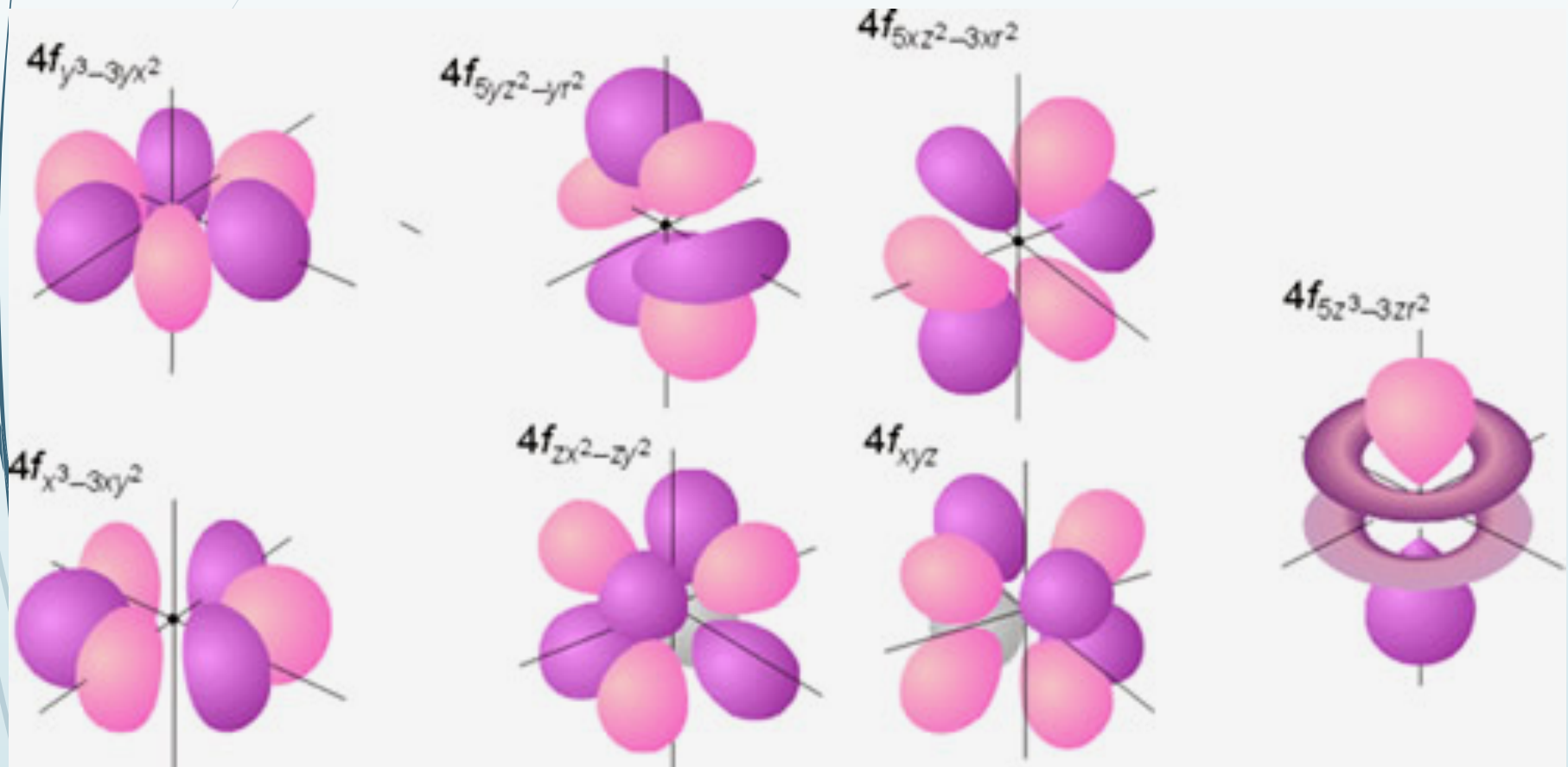
## Orbitales p



# Orbitales d



# Orbitales f





## Ejercitación

Para un orbital 3d:

- ▶ ¿Qué valor posee  $n$ ?
- ▶ ¿Qué valor posee  $l$ ?
- ▶ ¿Qué valores puede tomar  $m_l$ ?
- ▶ ¿Cuántos electrones posee como máximo?
- ▶ ¿Cuántos orbitales totales posee el nivel con  $n = 3$ ?

## Ejercitación:

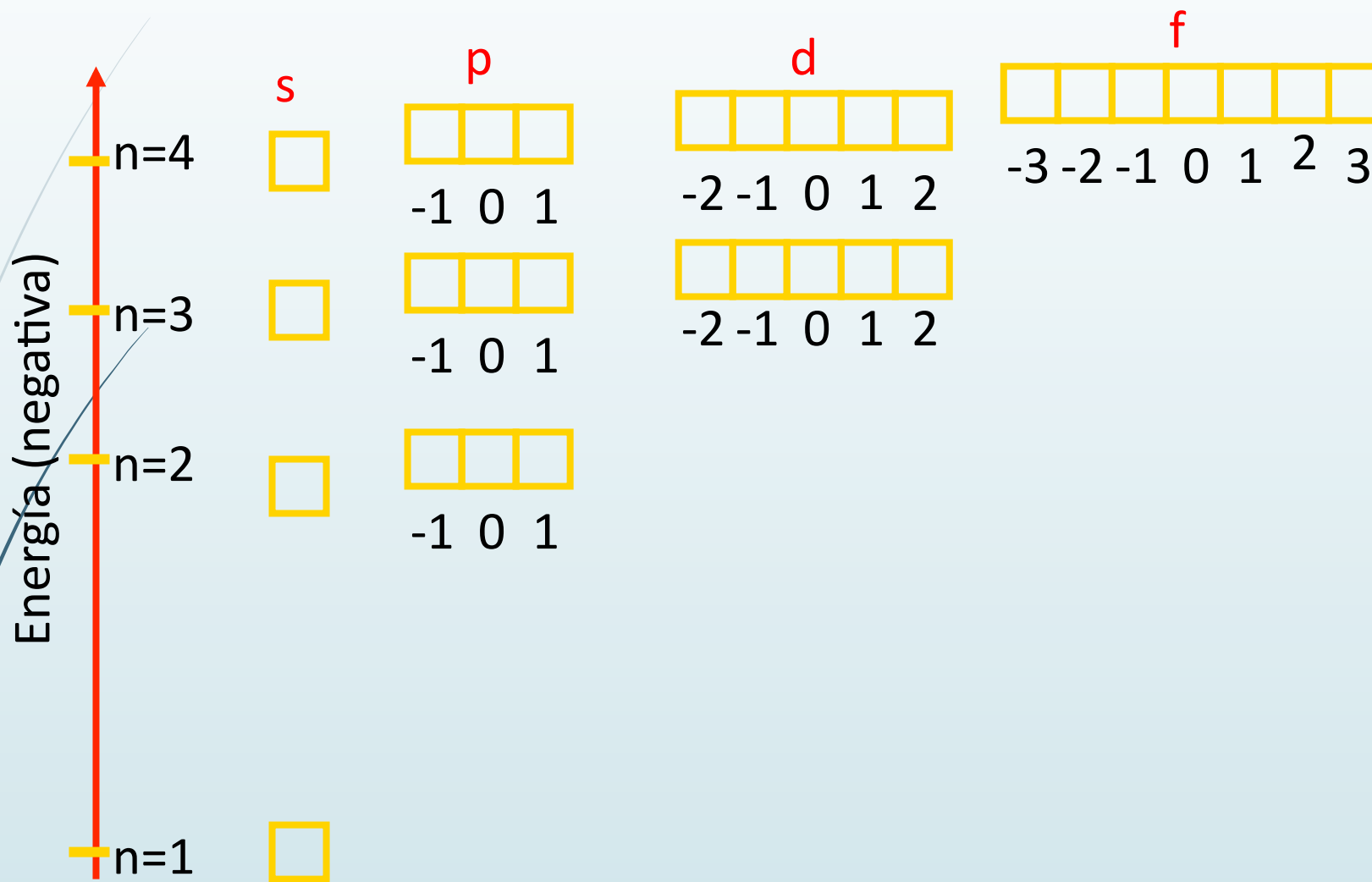
Complete los siguientes datos:

Nivel de energía	Número máximo de electrones para	Número y nombre de subniveles	Número de orbitales por nivel
1			
2			
3			
4			
5			

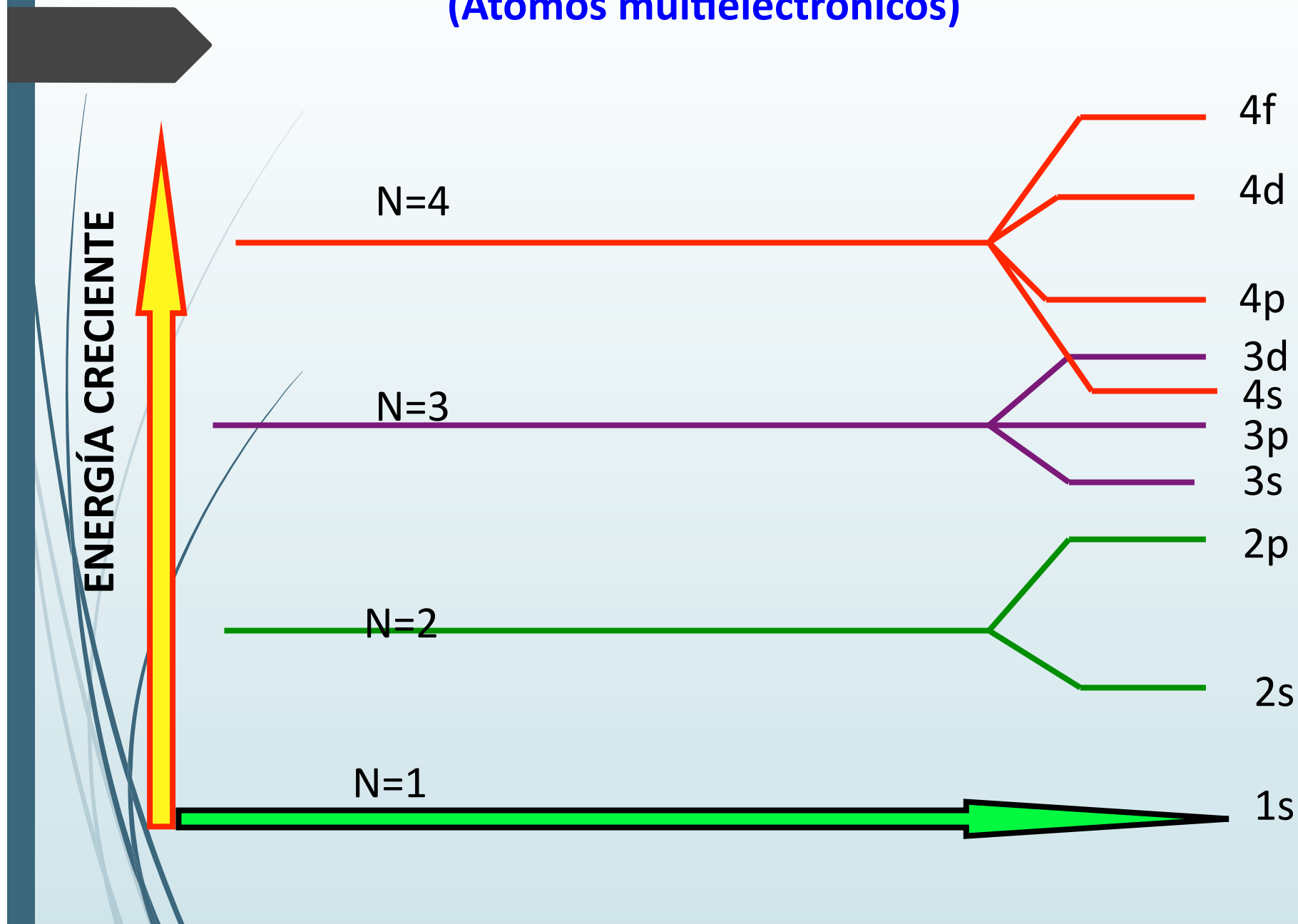


# Niveles de Energía de los Orbitales

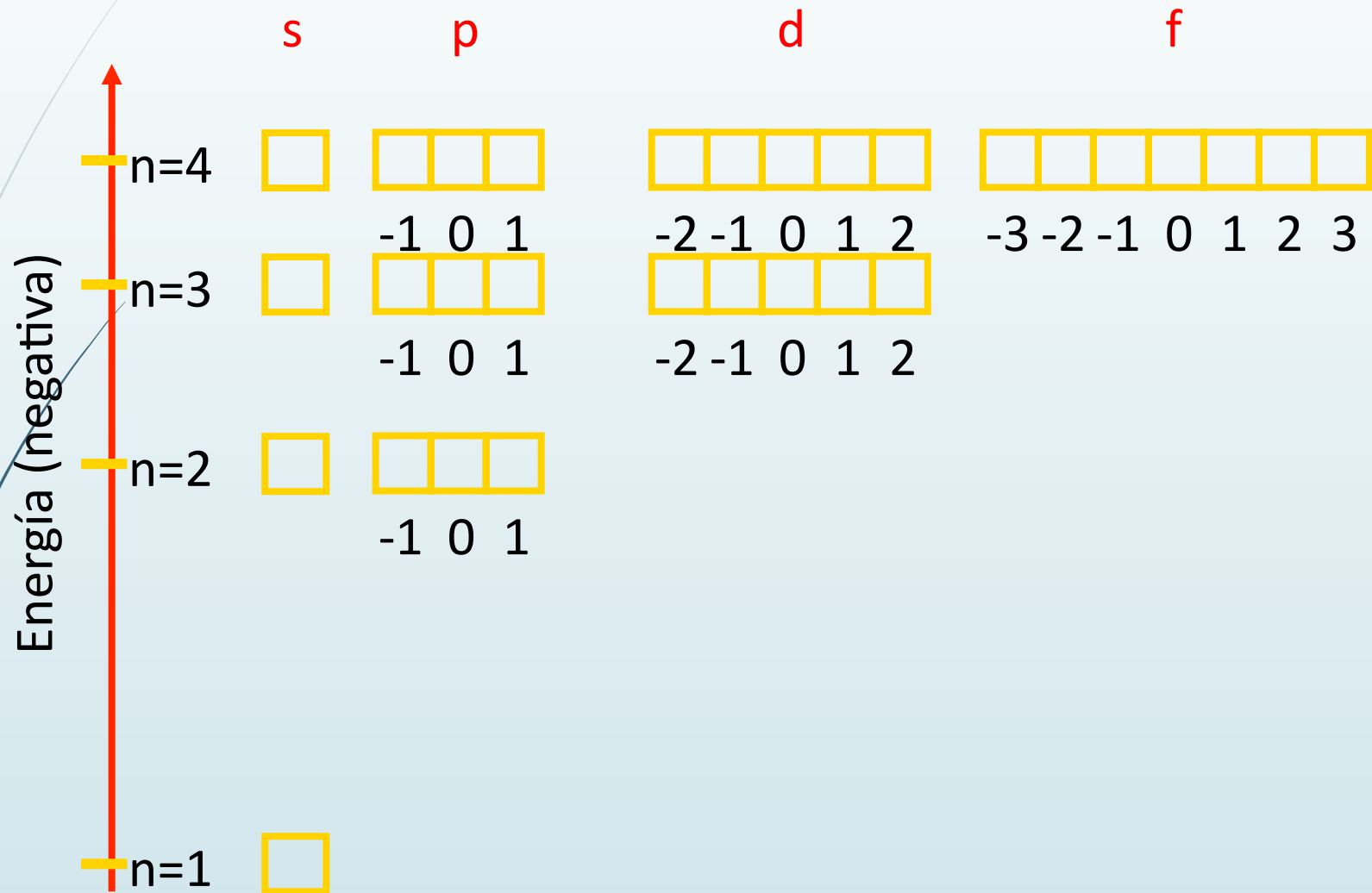
## Átomos hidrogenoides



# Desdoblamiento de los niveles de Energía (Átomos multielectrónicos)



# Niveles de Energía de los Orbitales Átomos multielectrónicos

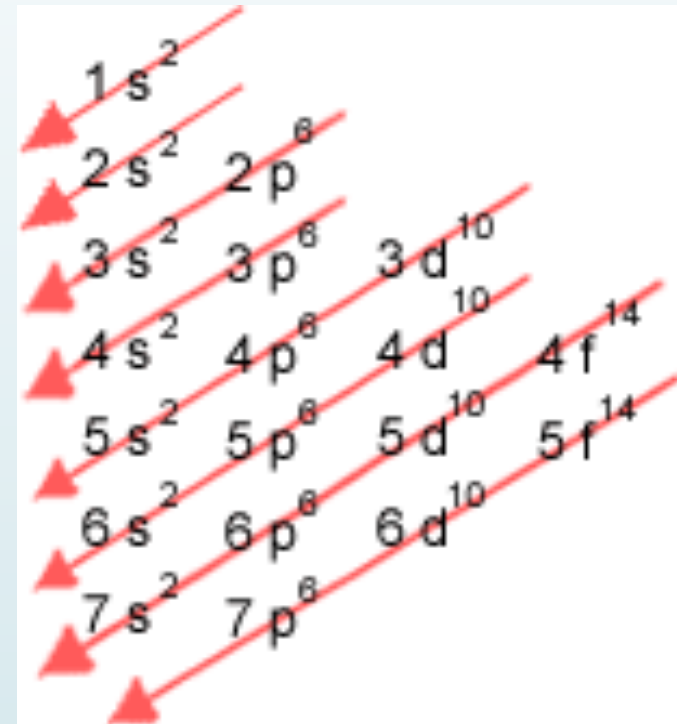


## Configuración Electrónica (CE)

- ▶ Permiten llenar casilleros en los diagramas de niveles y subniveles
- ▶ Reglas de Llenado - Principio de construcción (Principio “Aufbau”)
  - Principio de exclusión de Pauli:  
“Dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos cuatro números cuánticos.”
  - Regla de Hund de Máxima multiplicidad:  
“En los orbitales degenerados se alcanza el estado de menor energía cuando el número de electrones con el mismo spin es el máximo posible.”

# Reglas para el llenado de Orbitales

- Máxima cantidad de electrones por orbital
  - Orbital s  $\rightarrow 2 e^-$
  - Orbital p  $\rightarrow 6 e^-$
  - Orbital d  $\rightarrow 10 e^-$
  - Orbital f  $\rightarrow 14 e^-$
- Regla de las diagonales
  - El orbital 4s se llena antes que el 3d
- Capas llenas o semillenas confieren estabilidad adicional





## Ejercitación

- Escriba la configuración electrónica de los siguientes elementos:

Na, Cl, O, Ne, Fe, Cu

- Escriba la configuración electrónica de los iones más estables que forman dichos elementos.
- Reconozca la existencia de capas o niveles completos o semicompletos.

# Configuración electrónica de iones:

En el caso de cationes (iones con carga positiva), para determinar el número de electrones para hacer la configuración, se restan tantos electrones como carga positiva tiene el ión al número atómico.

Considerando  ${}_3\text{Li}$ , por lo tanto, para su catión  $\text{Li}^{+1} : 1s^2$

En el caso de aniones (iones con carga negativa), para determinar el número de electrones para hacer la configuración, se suman tantos electrones como cargas negativas tiene el ión al número atómico.

Considerando  ${}_8\text{O}$ , por lo tanto, para su anión  $\text{O}^{-2} : 1s^2, 2s^2, 2p^6$

# Formación de IONES: Cationes y Aniones

## Ejercitación:

Ejercicio de práctica:

Realice la distribución electrónica de las siguientes especies químicas:

$\text{Fe}^0$ (Hierro):

$\text{Fe}^{+2}$ (catión ferroso):

$\text{Fe}^{+3}$ (catión férrico):

$\text{Ba}^0$ (Bario):

$\text{Ba}^{+2}$ (catión bario):

$\text{S}^0$ (Azufre):

$\text{S}^{-2}$ (Anión sulfuro):

$\text{K}^0$ (Potasio):

$\text{Cu}^{+1}$ (Cación cuproso):

$\text{Cu}^{+2}$ (Cación cúprico):

Ejercicio de Práctica:

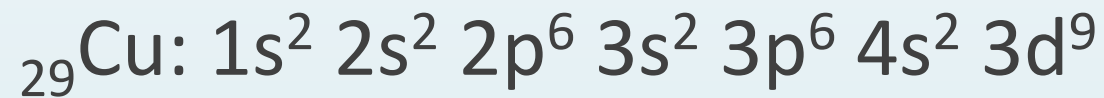
Escribir un conjunto aceptable de cuatro números cuánticos que describan al último electrón de un átomo de cloro y de un átomo de azufre en su estado de anión sulfuro.



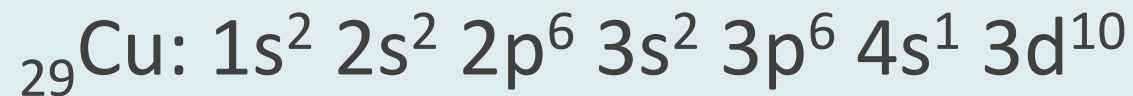
## Excepciones

### ► Configuración Electrónica del Cu

- **Teórica:**



- **Real/Experimental**



**Capas llenas o semillenas confieren estabilidad adicional.**



# TABLA PERIÓDICA

# TABLA PERIÓDICA

		Grupo																			
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
Periodo		IA	IIA		Metales										No metales						
					Alcalinos	Alcalinotérreos	Metales de transición	Metales del bloque p	Lantánidos	Actínidos	Semimetales	No metales	Gases nobles		IIIA	IVA	VA	VIA			
1	1	H																	2	He	
2	3	Li	4	Be										5	6	7	8	9	10	Ne	
3	11	Na	12	Mg										13	14	15	16	17	18	Ar	
4	19	K	20	Ca	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	Kr
5	37	Rb	38	Sr	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	Xe
6	55	Cs	56	Ba		72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	Rn
7	87	Fr	88	Ra		104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	Uuo
						57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
						La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
						89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	
						Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

# TABLA PERIÓDICA: BLOQUES

Los bloques de la Tabla Periódica se designan según el último orbital ocupado de acuerdo con el principio de construcción. Los periodos se numeran según el número cuántico principal de la capa de valencia.

Bloque s

Bloque p

Bloque d

Bloque f

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt									
		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
		90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

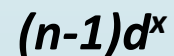
Elementos Representativos



$$a = 1, 2$$

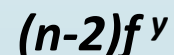
$$b = 1, \dots, 6$$

Elementos de Transición



$$x = 1, \dots, 9, 10$$

Elementos Transición Interna



$$x = 1, \dots, 14$$



# PROPIEDADES PERIÓDICAS



## Periodicidad de las propiedades

- Radio Atómico
- Radio Iónico
- Energía de Ionización (Potencial de Ionización)
- Afinidad Electrónica
- Electronegatividad



## Relación con la Configuración Electrónica

## ► Apantallamiento – Carga Nuclear Efectiva ( $Z_{ef}$ )

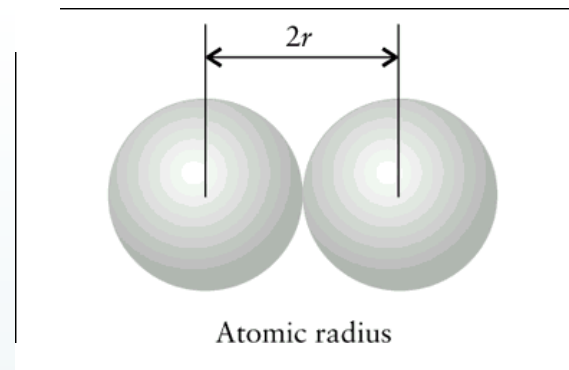
- La presencia de electrones internos provoca que los electrones externos sientan menos atracción hacia el núcleo ( $Z_{ef}$ ).

$$Z_{ef} = Z - \sigma$$

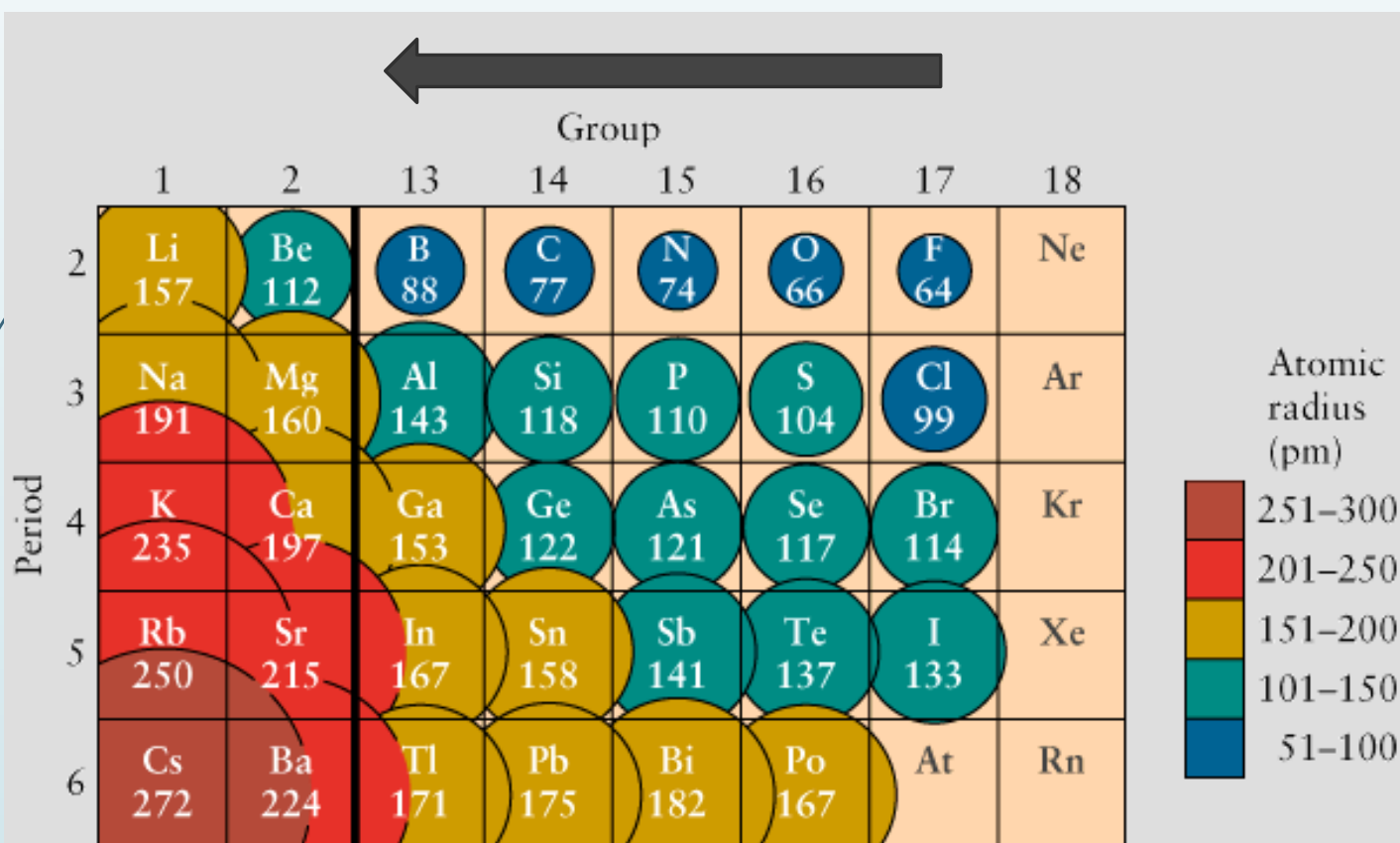
- **En un grupo:** Al aumentar **n** el efecto pantalla aumenta sobre los electrones de valencia que experimentan menor atracción y por lo tanto el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.
- **En un período:** Los átomos se vuelven más pequeños debido a que el **efecto pantalla ( $\sigma$ )** es el mismo, pero se incrementa la carga nuclear efectiva cada vez que se agrega un protón al núcleo y un electrón a una capa en particular.



# RADIO ATÓMICO



- Mitad de la distancia entre núcleos de dos átomos iguales vecinos, en estado sólido.



# ENERGÍA DE IONIZACIÓN



- Energía mínima que hay que entregar a un átomo neutro en estado gaseoso para arrancarle el  $e^-$  más externo y formar un catión.

# AFINIDAD ELECTRÓNICA



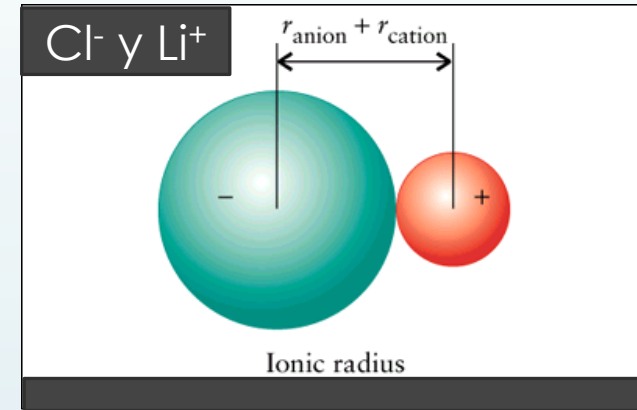
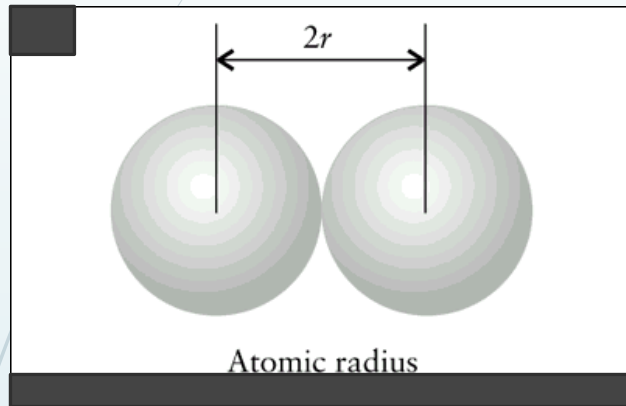
- La afinidad electrónica o electroafinidad se define como la energía puesta en juego cuando un átomo neutro al estado gaseoso capta un electrón y forma un anión.

**No confundir con la electronegatividad**

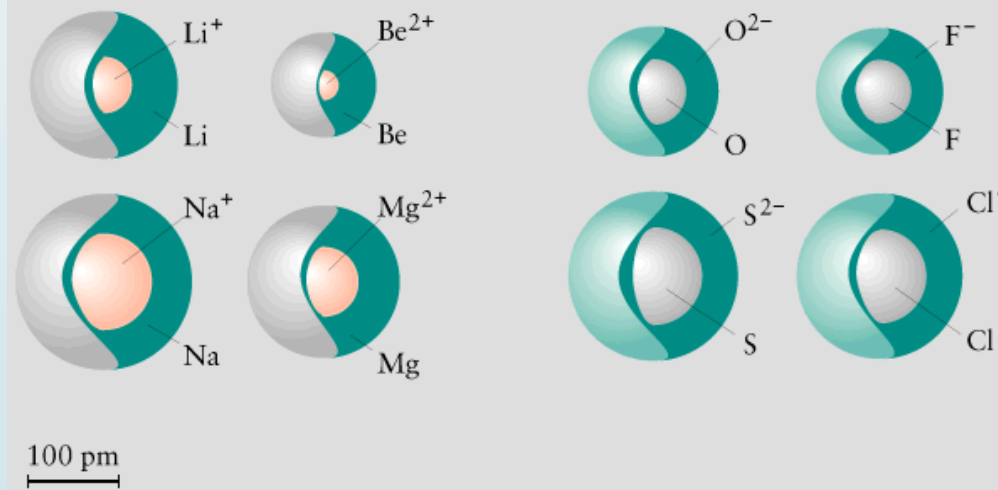


# RADIO IÓNICO

- La distancia entre los núcleos de dos iones vecinos en un sólido iónico es la suma de los dos radios iónicos.



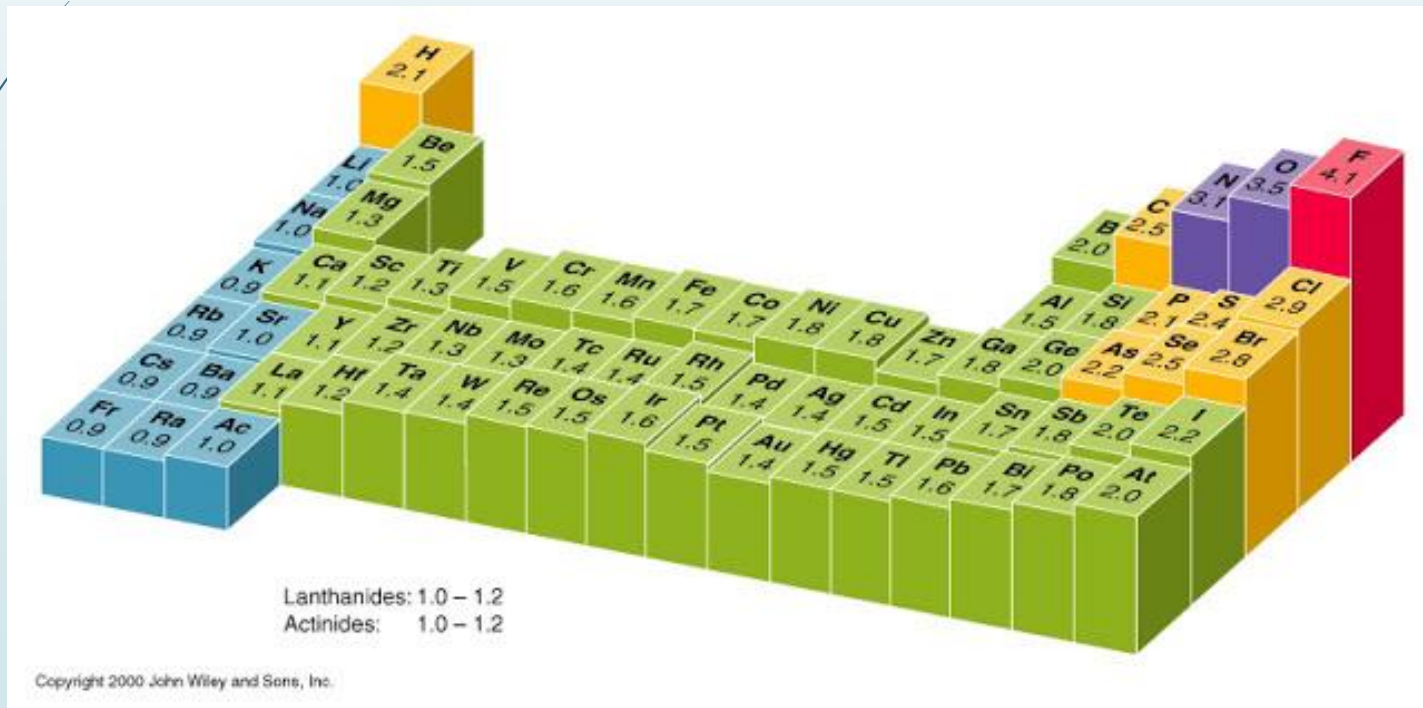
Cationes:  
Disminuyen  
su tamaño



Aniones:  
Aumentan  
su tamaño

# ELECTRONEGATIVIDAD

- Capacidad de un átomo de atraer electrones hacia sí mismo cuando está combinado químicamente con otro (formando un enlace).



# Estado de Oxidación. Relación con la Configuración Electrónica (CE) de gas noble.

## ► Aniones:

Los elementos con altas Afinidades Electrónicas (AE) tenderán a ganar  $e^-$  hasta obtener la CE del gas noble que le sigue.

## ► Cationes:

Los elementos con bajas Energías de Ionización (EI) tenderán a perder  $e^-$  hasta obtener la CE del gas noble que le antecede.

## ► Serie isoelectrónica



# Resumen de Propiedades Periódicas

